



وزارة التربية والتعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

الكيمياء



الاتزان الكيميائي

الصف الثالث الثانوي

2024 / 2023

الباب الثالث

لجنة الإعداد

أ/ سامح وليم صادق يوسف

أ/ إيمان بالله إبراهيم محمد

أ/ مينا عطية عبد الملك

المراجع

أ/ عبدالله عبدالواحد عباس

الإشراف الفني

مستشار العلوم

د/ عزيزة رجب خليفة

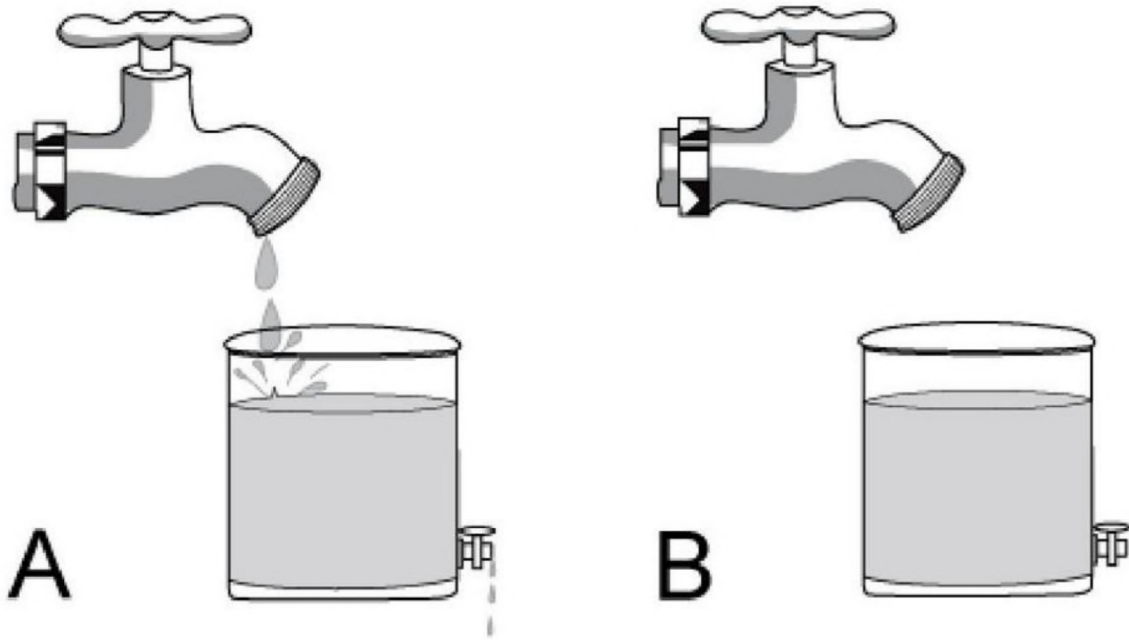
رئيس الإدارة المركزية لتطوير المناهج

د/ أكرم حسن



D.M.RAZK

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي



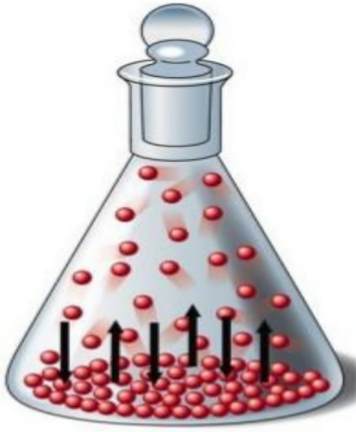
الدرس الأول: الامتزان الكيمياءى

الدرس الثانى: الامتزان الأيونى

أسئلة امتحانات الأعوام السابقة

الاتزان الكيميائي

تجربة:



عند وضع قليل من الماء في دورق زجاجي مغلق والتسخين نلاحظ بعد فترة قصيرة حدوث عمليتين متعاكستين هما التبخر والتكثيف. في بداية التسخين تكون عملية التبخر هي العملية السائدة وتقل كمية الماء ويزداد الضغط البخاري.

الضغط البخاري: هو ضغط بخار الماء الموجود في الهواء عند درجة حرارة معينة.

تستمر عملية التبخر حتى يتساوى الضغط البخاري مع ضغط البخار المشبع.

ضغط بخار الماء المشبع: هو أقصى ضغط لبخار الماء يمكن أن يتواجد في الهواء عند درجة حرارة معينة.

وهنا تنشأ حالة اتزان عندما يتساوى معدل التبخر مع معدل التكثيف. وعندما يكون: عدد جزيئات الماء التي تتبخر = عدد جزيئات البخار التي تتكثف. وتثبت كمية الماء في الإناء.

النظام المتزن: هو نظام ساكن على المستوى المرئي ديناميكي على المستوى غير المرئي.

الحالة السابقة تمثل نوعًا من الاتزان الديناميكي في الأنظمة الفيزيائية والتي يمكن حدوث مثل لها في التفاعلات الكيميائية.

أنواع التفاعلات الكيميائية

التفاعلات غير التامة (الانعكاسية)

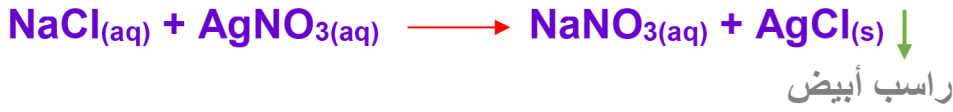
التفاعلات التامة (غير الانعكاسية)

1- التفاعلات التامة (غير الانعكاسية):

" هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد فقط (تكوين النواتج) ولا تستطيع النواتج أن تتحد مع بعضها (تحت نفس ظروف التفاعل) لتكوين المتفاعلات مرة أخرى بسبب خروج أحد النواتج في صورة غاز (g) أو راسب (s) وانفصاله عن حيز التفاعل".

أمثلة:

(أ) إضافة محلول نترات فضة إلى محلول كلوريد صوديوم



(ب) تفاعل الماغنسيوم مع حمض الهيدروكلوريك

**2- التفاعلات غير التامة (الانعكاسية):**

"هي تفاعلات تسير في كلا الاتجاهين (الطردى والعكسى) حيث تتحد النواتج مع بعضها تحت نفس ظروف التفاعل لتعطي المتفاعلات مرة أخرى ويظل كل من المتفاعلات والنواتج في حيز التفاعل".

تفاعل الأسترة:

☆ عند إضافة حمض اسيتيك (خليك) إلى الكحول الإيثيلي تتكون مادة ذات رائحة ذكية تسمى استر اسيتات الإيثيل وماء وذلك طبقاً للمعادلة التالية :



☆ المواد الناتجة متعادلة التأثير (الإستر والماء) ومع ذلك عند وضع ورقة عباد شمس زرقاء في المحلول يتغير لونها إلى اللون الأحمر ويدل ذلك على وجود حمض اسيتيك في حيز التفاعل ويفسر ذلك بحدوث تفاعل عكسى حيث يتحد الاستر مع الماء لتكوين الحمض والكحول مرة أخرى تحت نفس ظروف التفاعل. أى أن النواتج تعطي المتفاعلات مرة أخرى.

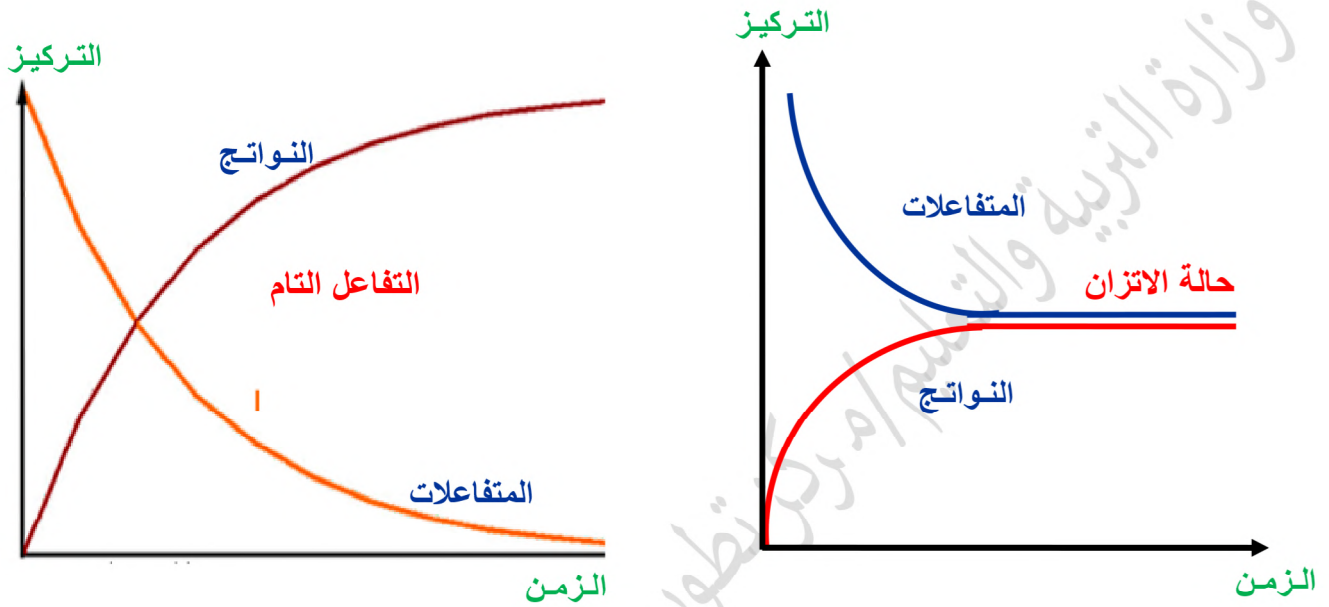
☆ ويظل كلا التفاعلين الطردى والعكسى مستمران ويظل كل من المتفاعلات والنواتج في حيز التفاعل ويعبر عن ذلك بالمعادلة التالية:

**الاتزان الكيميائي**

هو نوع من الاتزان الديناميكي يحدث في التفاعلات الانعكاسية عندما يتساوى معدل التفاعل الطردى مع معدل التفاعل العكسى ويظل تركيز المتفاعلات والنواتج ثابت.

لاحظ أن:

"عند حدوث الاتزان يكون تركيز المتفاعلات أقل من التركيز الذي بدأت به التفاعل بسبب تحول جزء منها إلى نواتج". والشكل البياني التالي يوضح العلاقة بين التركيز والزمن في حالة الاتزان وحالة التفاعل التام:

**لاحظ أن:**

- ☞ إذا كانت المتفاعلات والنواتج في صورة محاليل (aq) يكون التفاعل انعكاسي.
- ☞ إذا كان أحد النواتج غاز (g) أو راسب (s) والمواد الأخرى محاليل يكون التفاعل تام.
- ☞ إذا كانت المتفاعلات والنواتج غازات في إناء مغلق يكون التفاعل انعكاسي.

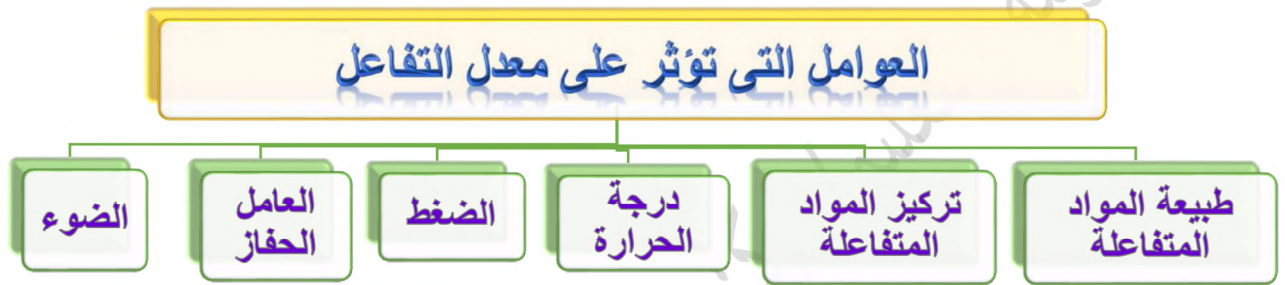
تدريب: أي التفاعلات التالية تام وأيها انعكاسي مع ذكر السبب؟

- $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{s}) = 2\text{CuO}(\text{s}) + 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $2\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{BaCl}_2(\text{aq}) = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{AgCl}(\text{s})$
- $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ في إناء مغلق
- $\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) = \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Fe}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) = \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{FeCl}_3(\text{aq}) + 3\text{NH}_4\text{SCN}(\text{aq}) = \text{Fe}(\text{SCN})_3(\text{aq}) + 3\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$

معدل التفاعل: التغير الحادث في تركيز المتفاعلات في وحدة الزمن

قد يكون التفاعل سريع ولحظي مثل تفاعل محلول كلوريد الصوديوم مع محلول نترات الفضة لتكوين راسب من كلوريد الفضة (AgCl).

قد يكون التفاعل بطيء نسبياً مثل تفاعل الزيت مع الصودا الكاوية لتكوين الصابون أو تفاعل الاسترة.
قد يكون التفاعل بطيء جداً ويستغرق شهوراً مثل تكوين صدأ الحديد.



1- طبيعة المواد المتفاعلة

يقصد بها عاملان هما :

(أ) نوع الروابط الكيميائية " في جزيئاتها " .

* إذا كانت الروابط أيونية يكون التفاعل سريع ولحظي لأن التفاعل يتم بين الأيونات مثل محلول

NaCl مع محلول $AgNO_3$

* إذا كانت الروابط تساهمية يكون التفاعل بطيء لأن التفاعل يتم بين الجزيئات مثل تفاعلات المواد العضوية.

(ب) مساحة السطح المعرض منها للتفاعل، فكلما زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل تزداد سرعة التفاعل ويتم ذلك بتجزئة المادة.

لذلك يفضل استخدام مسحوق الخارصين عن قطعة من الخارصين أو برادة الحديد أو

2- تركيز المواد المتفاعلة

كلما زاد عدد الجزيئات المتفاعلة (التركيز) تزداد فرص التصادم بين الجزيئات فتزداد سرعة التفاعل. وقد أوجز العالمان جولدمبرج وفاج العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز فيما يسمى قانون فعل الكتلة.

قانون فعل الكتلة:

عند ثبوت درجة الحرارة تتناسب سرعة التفاعل تناسباً طردياً مع حاصل ضرب تركيزات المواد المتفاعلة مرفوع كل منها لأس يساوي عدد جزيئاتها في معادلة التفاعل الموزونة.

طريقة التعبير عن التركيز:

يعبر عن التركيز بوضع رمز المادة في أقواس [] وترفع لأس مساو لعدد الجزيئات أو الأيونات في معادلة التفاعل الموزونة فمثلاً إذا كان التفاعل هو



فإن تركيز المواد يعبر عنه كما يلي:

تجربة لتحقق قانون فعل الكتلة:

(أثر التغير في التركيز على سرعة التفاعل) أو (أثر التغير في التركيز على تفاعل متزن)



كلوريد أمونيوم ثيوسيانات الحديد ثيوسيانات أمونيوم كلوريد حديد

عديم اللون أحمر دموي عديم اللون أصفر باهت

في التفاعل المتزن السابق وجد أن إضافة المزيد من FeCl_3 وهو أحد المتفاعلات يؤدي إلى زيادة اللون الأحمر الدموي أي زيادة تركيز النواتج. وهذا يعني إزاحة التفاعل في اتجاه تكوين النواتج. في التفاعل السابق إذا اعتبرنا أن:

r_1 هي معدل التفاعل الطردى & r_2 هي معدل التفاعل العكسي فإن:

$$r_1 \propto [\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3$$

$$\therefore r_1 = K_1 [\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3$$

ثابت التفاعل الطردى

$$r_2 \propto [\text{Fe}(\text{SCN})_3] [\text{NH}_4\text{Cl}]^3$$

$$\therefore r_2 = K_2 [\text{Fe}(\text{SCN})_3] [\text{NH}_4\text{Cl}]^3$$

ثابت التفاعل العكسى

وعند الاتزان فإن $r_2 = r_1$ أى أن

$$K_1 [\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3 = K_2 [\text{Fe}(\text{SCN})_3] [\text{NH}_4\text{Cl}]^3$$

$$\therefore \left(\frac{K_1}{K_2} \right) K_c \text{ (ثابت الاتزان)} = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})_3] [\text{NH}_4\text{Cl}]^3}{[\text{FeCl}_3] [\text{NH}_4\text{SCN}]^3} = \frac{\text{حاصل ضرب تركيز النواتج}}{\text{حاصل ضرب تركيز المتفاعلات}}$$

أى أن ثابت الاتزان K_c : هو النسبة بين حاصل ضرب تركيز النواتج إلى حاصل ضرب تركيز المتفاعلات (مرفوع كل منها لأس يساوى عدد جزيئاتها فى المعادلة الموزونة).

لاحظ أن:

(أ) القيم الصغيرة لثابت الاتزان (أقل من الواحد الصحيح تعنى أن التفاعل لا يسير بشكل جيد نحو تكوين النواتج وأن التفاعل العكسى هو السائد (له تأثير أقوى) مثل ذوبان AgCl فى الماء.



ووجد إنه يساوى $1,7 \times 10^{-10}$ مما يدل على عدم قابلية ذوبان AgCl فى الماء.

(ب) القيم الكبيرة لثابت الاتزان تعنى أن التفاعل الطردى هو السائد وأن التفاعل يستمر لقرب نهايته



(ج) تظل قيمة K_c ثابتة للتفاعل الواحد مهما تغيرت تركيزات المتفاعلات أو النواتج طالما عند نفس درجة الحرارة.

(د) لا يؤخذ فى الاعتبار تركيز كل من الماء والمواد الصلبة والرواسب فى معادلة حساب ثابت الاتزان لأن تركيزاتها ثابتة مهما زادت كميتها.

مثال: احسب ثابت الاتزان فى التفاعل:



إذا علمت أن تركيزات كلا من H_2 , I_2 , HI عند الاتزان هي: 0.221 M , 0.221 M , 1.563 M على الترتيب.

3- درجة الحرارة

كلما زادت درجة الحرارة تزداد طاقة الجزيئات فتزداد سرعة هذه الجزيئات وتزداد فرص التصادم فتزداد سرعة التفاعل.

طاقة التنشيط: هي الحد الأدنى من الطاقة التي يجب أن يمتلكها الجزيء لكي يتفاعل عند الاصطدام.

الجزيئات المنشطة: هي الجزيئات التي تمتلك طاقة مساوية لطاقة التنشيط أو تفوقها.

وجد أن كثير من التفاعلات تتضاعف سرعتها برفع درجة الحرارة بمقدار عشر درجات سيليزية.

تجربة: أثر الحرارة على تفاعل متزن:

دورق زجاجي يحتوى على غاز NO_2 (بنى محمر) مسدود بإحكام وفي درجة حرارة الغرفة. وجد أن: اللون البنى يزداد برفع درجة الحرارة ويقل كلما انخفضت كما هو مبين بالشكل التالي.



عند التبريد

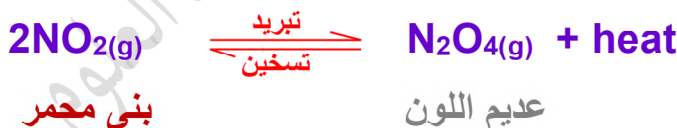


في درجة حرارة الغرفة



عند التسخين

التفسير: التفاعل انعكاسي متزن ويعبر عنه بالمعادلة التالية:



رفع درجة الحرارة يؤدي إلى إزاحة التفاعل نحو استهلاك الحرارة الزائدة أي في الاتجاه العكسي فيزداد NO_2 ويزداد اللون البنى.

خفض الحرارة يؤدي إلى إزاحة التفاعل نحو إنتاج الحرارة أي في الاتجاه الطردى فيختفى اللون البنى بسبب تكون N_2O_4 عديم اللون.

الحرارة تؤثر على التفاعل المتزن الذي يصاحبه تغير حرارى.

* طارد للحرارة: يعبر عنه $\Delta H = (-)$ أو $\text{heat} + \dots \rightleftharpoons \dots + \dots$

* ماص للحرارة: يعبر عنه $\Delta H = (+)$ أو $\text{heat} - \dots \rightleftharpoons \dots + \dots$

إذا كان التفاعل لا يصاحبه تغير حرارى فإن رفع الحرارة أو خفضها لا يؤثر على الاتزان ولكن

يغير من سرعة كلا من التفاعلين الطردى والعكسى بنفس المقدار.

في التفاعل الطارد للحرارة: رفع درجة الحرارة تؤدي إلى إزاحة التفاعل في الاتجاه العكسى وتقل

قيمة K_c

في التفاعل الماص للحرارة: رفع درجة الحرارة تؤدي إلى إزاحة التفاعل في الاتجاه الطردى وتزداد

قيمة K_c

4- الضغط

إذا كانت المواد الداخلة فى التفاعل أو الناتجة منه فى الحالة الغازية فإنه يمكن التعبير عن تركيزها

بدلالة الضغط الجزئى للغاز ويرمز له كما يلي p_x حيث x تمثل عدد مولات الغاز فى معادلة

التفاعل الموزونة.

أثر الضغط على تفاعل متزن:



مولان 3 مولات مول

حجمان 3 حجومات حجم

4 حجومات

فى التفاعل السابق وجد أن زيادة الضغط تؤدي إلى سرعة تكوين النشادر أى أن زيادة الضغط تؤدي

إلى سير التفاعل نحو الحجم الأصغر أو الجهة التى يقل فيها الحجم، ويعبر عن ثابت الاتزان فى هذه

الحالة بالرمز K_p

$$K_p = \frac{P_{(\text{NH}_3)}^2}{P_{(\text{N}_2)} \times P_{(\text{H}_2)}^3} \quad \text{بدلالة الضغط} \quad \& \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \quad \text{بدلالة التركيز}$$

لاحظ أن: التفاعلات التى لا يصاحبها تغير فى حجم النواتج عن حجم المتفاعلات فإن التغير فى

الضغط لا يؤثر على حالة الاتزان فيها (تأكد من أن المعادلة موزونة).

قاعدة لوشاتيليه

إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على تفاعل متزن مثل التركيز أو الضغط أو الحرارة فإن التفاعل ينشط في الاتجاه الذي يلغى أو يقاوم هذا التغير.

مثال: في التفاعل المتزن التالي:



ما أثر التغير في العوامل التالية على كمية غاز النشادر:

1- زيادة كمية N_2 . 2- رفع درجة الحرارة. 3- زيادة الضغط.

1- زيادة كمية N_2 : تؤدي إلى سير التفاعل وإزاحته نحو تكوين النواتج طبقاً لقاعدة لوشاتيليه فتزداد كمية النشادر.

2- رفع درجة الحرارة: تؤدي إلى إزاحة التفاعل نحو تكوين المتفاعلات طبقاً لقاعدة لوشاتيليه فتقل كمية النشادر.

3- زيادة الضغط: تؤدي إلى إزاحة التفاعل نحو الحجم الأصغر أي اتجاه تكوين النواتج طبقاً لقاعدة لوشاتيليه فتزداد كمية النشادر.

5- العامل الحفاز

هو مادة تغير من معدل التفاعل دون أن تتغير أو تغير من حالة الاتزان.

العامل الحفاز يؤثر في كلا التفاعلين الطردى والعكسى بنفس الكيفية لذلك لا يؤثر على حالة الاتزان في التفاعل المتزن.

المحولات الحفزية في شاحنات السيارات لتحويل النواتج الملوثة للبيئة إلى نواتج آمنة. وهي عناصر فلزية أو أكاسيدها أو بعض مركباتها.

★ **الانزيمات:** هي جزيئات من البروتين تتكون في خلايا الكائن الحي وتستخدم في العديد من العمليات البيولوجية والصناعية.

6- الضوء

تتأثر سرعة بعض التفاعلات بالضوء ومن أهمها:

- **البناء الضوئي في النبات:** (تكوين الكربوهيدرات بفعل الكلوروفيل في وجود الضوء).
- **أفلام التصوير:** تحتوى على بروميد الفضة $AgBr$ ذائباً في مادة جيلاتينية عند سقوط الضوء (المرتد عن الجسم المراد تصويره) على هذه المادة فإن إلكترونات أيون البروميد (Br^-) يتحرر ويكتسبه أيون الفضة (Ag^+) ويتحول إلى فلز الفضة (Ag) الذى يترسب بينما يذوب عنصر البروم في المادة الجيلاتينية.



وكلما زادت شدة الضوء الساقط تزداد كمية الفضة المترسبة مما يساعد فى رسم ملامح

الصورة على الفيلم.

لاحظ أن

العوامل التي تؤثر على
قيمة ثابت الاتزان.
درجة الحرارة

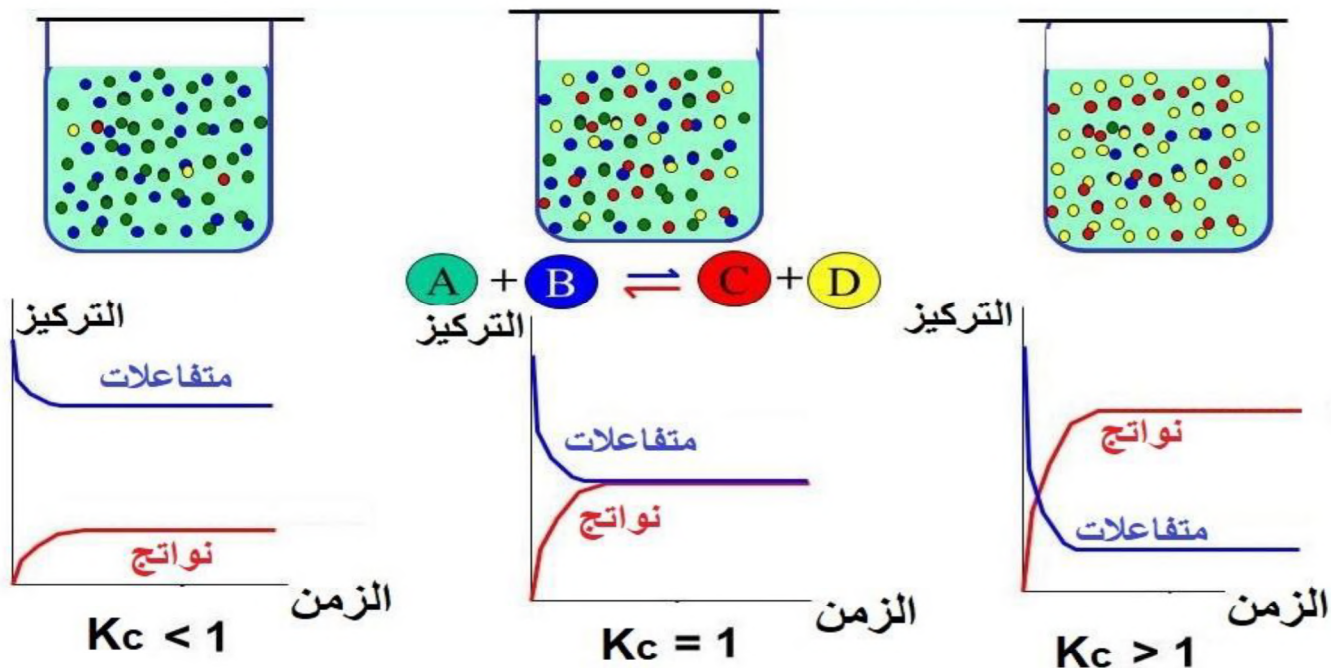
العوامل التي تؤثر على نظام
في حالة اتزان (نظام متزن)
(لوشاتيليه))

1. التركيز.
2. درجة الحرارة.
3. الضغط.

العوامل التي تؤثر على معدل التفاعل
(سرعة) التفاعل الكيميائي

1. طبيعة المواد المتفاعلة.
2. تركيز المواد المتفاعلة.
3. درجة الحرارة.
4. الضغط.
5. العوامل الحفازة.
6. الضوء

يمكن التعبير عن حالات الاتزان الكيميائي بأحد المخططات التالية:



- عند حساب قيمة K_c يتم التعويض في القانون بقيم التركيزات الموجودة عند الاتزان وليس القيم التي بدأ بها التفاعل. وذلك لأن جزء من التركيزات التي بدأ بها التفاعل تحول إلى نواتج.
- إذا كانت العلاقة بين K_c ودرجة الحرارة علاقة طردية كان التفاعل ماص للحرارة
- إذا كانت العلاقة بين K_c ودرجة الحرارة علاقة عكسية كان التفاعل طارد للحرارة

الامتزان الأيونى

تطبيقات قانون فعل الكتلة على حالات الامتزان الأيونى:

1- المحاليل الإلكتروليتية

تجربة:

كون دائرة كهربائية كما بالشكل.

ضع فى الإناء الزجاجى محاليل مختلفة من (حمض خليك نقى – غاز HCl مذاب فى البنزين) كل

على حده واختبر إضاءة المصباح.

الملاحظة: لا يضىء المصباح فى الحالتين.

اذب 0.1 mol من غاز HCl فى لتر ماء وضعه فى الإناء واختبر إضاءة المصباح.

الملاحظة: يضىء المصباح بشدة ولا تتأثر شدة الإضاءة بتخفيف المحلول بالماء.

اذب 0.1 mol من حمض الخليك فى لتر ماء وضعه فى الإناء واختبر إضاءة المصباح.

الملاحظة: يضىء المصباح إضاءة ضعيفة وتخفيف المحلول بالماء تزداد شدة الإضاءة.



لا إلكتروليتية

إلكتروليت ضعيف

إلكتروليت قوى

الاستنتاج:

- 1- فى حالة حمض الخليك النقى ومحلول HCl فى البنزين لا يحدث توصيل للتيار الكهربى لأن هذه المحاليل غير متأينة (لا إلكتروليزية).
- 2- محلول HCl فى الماء تام التأين أى كل جزيئاته متأينة بنسبة 100 % لذلك يوصل التيار بشدة والتخفيف لا يودى إلى تأين جزيئات جديدة فلا يؤثر.
- ويمكن التعبير عن ذلك بالمعادلة التالية:

ملحوظة:

لا يوجد أيون (H⁺) حر فى الماء فى المحاليل المائية للأحماض حيث يرتبط بذرة الأكسجين فى جزئ الماء برابطة تناسقية مكوناً أيون الهيدرونيوم H₃O⁺ لذلك يمكن التعبير عن تأين HCl فى الماء كما يلى:



- 3- محلول حمض الخليك فى الماء تأينه غير تام أى أن بعض الجزيئات تتأين بينما يظل باقى الجزيئات دون تأين لذلك يكون التوصيل ضعيف وعند تخفيفه بالماء فإن الماء يودى إلى تأين جزيئات جديدة فتزداد نسبة الأيونات فى المحلول ويزداد التوصيل.



(H⁺) تعنى (H₃O⁺) وللسهولة تكتب



التأين: عملية تحول الجزيئات الغير متأينة إلى أيونات

وهو نوعان:

- ⚡ **تأين تام:** يحدث فى الإلكتروليتات القوية حيث تتحول كل الجزيئات إلى أيونات.
- ⚡ **تأين غير تام:** يحدث فى الإلكتروليتات الضعيفة حيث يتحول جزء من الجزيئات إلى أيونات ثم تتحد هذه الأيونات مع بعضها لتعطى الجزيئات مرة أخرى.



أى تحدث فيه عمليتان متعاكستان (تحول الجزيئات إلى أيونات والعكس).

التفكك: تحول جزيئات أيونية مثل NaCl إلى أيونات Na^+ , Cl^-

الاتزان الأيوني

نوع من الاتزان الكيميائي يحدث في محاليل الإلكتروليتات الضعيفة بين جزيئاتها والأيونات الناتجة منها

قانون أستفالد

يمكن العالم أستفالد من إيجاد العلاقة بين درجة التفكك أو (درجة التأيين) ألفا (α) والتركيز (C) مول / لتر كما يلي:

نفرض أن لدينا حمض ضعيف احادى البروتون HA يتأين فى الماء كما يلي:



وبتطبيق قانون فعل الكتلة على هذا النظام المتزن فإن:

وبفرض أن

عدد مولات HA = 1 مول

حجم المحلول = V لتر

عدد مولات الحمض المفككة = α

عدد مولات HA الغير مفككة = $(1 - \alpha)$

عدد مولات (H^+) = α مول

عدد مولات (A^-) = α مول

التركيز = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم باللتر}}$

∴ تركيز HA قبل التأيين = $\frac{1}{V}$ = C

[HA] بعد التفكك = $\frac{1 - \alpha}{V}$

$[\text{H}^+] = \frac{\alpha}{V}$ مول / لتر

$[\text{A}^-] = \frac{\alpha}{V}$ مول / لتر

ثابت التأيين $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

وبالتعويض فى هذا القانون فإن

$$K_a = \frac{\left[\frac{\alpha}{V}\right]\left[\frac{\alpha}{V}\right]}{\left[\frac{1 - \alpha}{V}\right]} = \frac{\alpha^2}{V(1 - \alpha)}$$

فى حالة الإلكتروليتات الضعيفة تكون النسبة

المفككة α ضئيلة جدًا يمكن إهمالها وبذلك

تؤول العلاقة $(1 - \alpha)$ إلى الواحد الصحيح.

$$\therefore K_a = \frac{\alpha^2}{V}$$

وحيث أن تركيز HA قبل التفكك

$$C = \frac{1}{V}$$

$$\therefore K_a = \alpha^2 \times C$$

ومن هذه العلاقة نجد إنه كلما زاد التخفيف (قل التركيز) تزداد درجة التفكك (α) لكي يظل حاصل الضرب (K_a) مقدار ثابت.

$$\text{درجة التفكك } \alpha = \frac{\text{عدد المولات المتفككة}}{\text{عدد المولات قبل التفكك}}$$

مثال: احسب درجة التفكك في محلول 0.1 M من حمض الهيدروسيانيك HCN عند 25°C

$$\text{علمًا بأن ثابت التآين له } K_a = 7.2 \times 10^{-10}$$

الإجابة: HCN حمض ضعيف غير تام التآين لذلك تنطبق عليه العلاقة

$$K_a = \alpha^2 \times C$$

$$\therefore 7.2 \times 10^{-10} = \alpha^2 \times 0.1 \quad \therefore \alpha^2 = \frac{7.2 \times 10^{-10}}{0.1}$$

$$\therefore \alpha = \sqrt{72 \times 10^{-10}} = 8.5 \times 10^{-5}$$

الجدول التالي يوضح ثابت التآين لبعض الأحماض الضعيفة عند درجة حرارة معينة (للاطلاع فقط):

ثابت التآين (K_a)	الصيغة الكيميائية	الحمض
1.7×10^{-2}	H_2SO_3	الكبريتوز
6.7×10^{-4}	HF	الهيدروفلوريك
5.1×10^{-4}	HNO_2	النيتروز
1.8×10^{-5}	CH_3COOH	الاسيتيك (الايثانويك)
4.4×10^{-7}	H_2CO_3	الكربونيك
5.8×10^{-10}	H_3BO_3	البوريك

حساب تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ للأحماض الضعيفة:

يتفكك حمض الأسيتيك الذي تركيزه (C) مول / لتر في الماء حسب المعادلة:



وبتطبيق قانون فعل الكتلة فإن:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

وحيث أن $[CH_3COO^-] = [H_3O^+]$ (لأن عدد المولات متساو والحجم ثابت)

||

وحيث أن الحمض ضعيف فإن ما يتفكك منه (α) ضئيل يمكن إهماله لذلك فإن:

$$C = [\text{CH}_3\text{COOH}] \quad \therefore K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times C_a}$$

مثال: احسب تركيز أيون الهيدروجين في محلول 0,1 مولارى من حمض الأسيتيك عند 25° سيليزية

$$\text{علمًا بأن ثابت التأيّن له } K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$

الحل:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times C_a} = \sqrt{0.1 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 1.342 \times 10^{-3} \text{ molar}$$

يعنى تركيز H^+

حساب تركيز أيون الهيدروكسيد $[\text{OH}^-]$ لقاعدة ضعيفة:

النشادر (قاعدة ضعيفة) تركيزه C_b عند ذوبانه في الماء يتأين كما يلي:



وبتطبيق قانون فعل الكتلة فإن :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$\text{وحيث أن } [\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+]$$

$$\therefore K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_3]}$$

وبإهمال ما يتفكك من NH_3 فإن $(C_b) = [\text{NH}_3^+]$ من base وتعنى قاعدة

$$\therefore K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b}$$

$$\therefore [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times C_b}$$

2- تأين الماء

الماء الكتروليت ضعيف (النقى منه) ويعبر عن تأينه كما يلي:



$$K_{\text{aq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

وبتطبيق قانون فعل الكتلة فإن:

وحيث أن الماء إلكتروليت ضعيف يمكن إهمال ما يتفكك منه لذلك يعتبر تركيزه مقدار ثابت وبضمه

$$K_w = [H^+][OH^-] \quad \text{إلى } K_{aq} \text{ نحصل على العلاقة:}$$

ووجد أن في الظروف القياسية تكون قيمة $K_w = 10^{-14}$ ويسمى الحاصل الأيوني للماء.

الحاصل الأيوني للماء

وحيث أن الماء متعادل التأثير على عباد الشمس (ليس له تأثير حمضي أو قلوي) فإن هذا يعني أن:

$$[OH^-] = [H^+] \quad \text{وكل منهما} = 10^{-7}$$

هو حاصل ضرب تركيزي أيوني H^+ , OH^- الناتجين من تأين الماء ويساوي 10^{-14}

تدريب: إذا كان تركيز $[H^+]$ لمحلول ما هو 10^{-6} كم يكون تركيز $[OH^-]$ لنفس المحلول؟ وهل المحلول حمضي أم قلوي؟

الأس (الرقم) الهيدروجيني (pH)

أسلوب للتعبير عن درجة الحموضة أو القلوية للمحاليل بأرقام من صفر إلى 14
أو

هو اللوغاريتم السالب (للأساس 10) لتركيز أيونات الهيدروجين.

$$pH = -\log [H^+] \quad (p \text{ تعنى } -\log)$$

$$pOH = -\log [OH^-] \quad \text{وكذلك الرقم الهيدروكسيلي}$$



إذا كان تركيز أيونات H^+ في محلول ما 10^{-3} احسب كل من:

pOH , pH , $[OH^-]$ ثم بين نوع المحلول (حمضي - قلوي - متعادل).

$$\text{الحل: } [H^+] = 10^{-3} \therefore [OH^-] = 10^{-11}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-3} = 3$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 10^{-11} = 11$$

المحلول حمضي لأن قيمة $pH > 7$ وتركيز $[H^+]$ أكبر من $[OH^-]$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$\therefore -\log K_w = (-\log[H^+]) + (-\log[OH^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$\therefore pK_w = pH + pOH = 14$$

- في المحلول المتعادل يكون $7 = pOH = pH$

- في المحلول الحمضي يكون $7 < pOH$ ، $7 > pH$

- في المحلول القلوي يكون $7 > pOH$ ، $7 < pH$

مثال: إذا كان تركيز حمض الخليك في محلول مائي له $0.5 M$ وثابت تأينه 1.8×10^{-5} ، احسب كل من: درجة التآين، قيمة pH للمحلول.

3- التحلل المائي للألاح

عند إذابة الملح في الماء يحدث له تحلل مائي حيث تنفصل أنيوناته (السالبة) عن كاتيوناته (الموجبة) في وجود أيونات الماء H^+ ، OH^- .

وتعتمد الخاصية الحمضية أو القلوية للمحلول الناتج عن إذابة الملح في الماء على قوة كل من الحمض والقاعدة الناتجين.

قلويات قوية



أمثلة: أحماض قوية



1- التحلل المائي لملاح ناتج من حمض ضعيف وقاعدة قوية

محلول كربونات الصوديوم Na_2CO_3



لاحظ أن: يمكن التعبير عن الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة بكتابة صيغته في صورة جزيئات غير متآينة. أما القوي منهم يكتب في صورة أيونات مفككة لأنه تام التآين.

في المثال السابق

علل: محلول كربونات الصوديوم قلوي التأثير (يزرق صبغة عباد الشمس).

حدث اتحاد بين أيونات CO_3^{2-} وأيونات H^+ وبالتالي يقل تركيز H^+ وبتطبيق قاعدة لوشاتيليه على تأين الماء فإنه يزاح نحو تكوين H^+ فيزداد تركيز أيونات OH^- عن H^+ ويصبح المحلول قلوي ونتيجة لذلك تكون قيمة $\text{pH} < 7$

2- التحلل المائي لملاح ناتج من حمض قوي وقاعدة ضعيفة

محلول كلوريد الأمونيوم NH_4Cl 

حمض قوي قاعدة ضعيفة

يحدث اتحاد بين أيونات OH^- ، NH_4^+ فيقل تركيز OH^- وطبقًا لقاعدة لوشاتيليه يتأين مزيد من الماء فيزداد تركيز H^+ عن OH^- ويصبح المحلول حمضي ونتيجة لذلك تكون قيمة $\text{pH} > 7$

3- التحلل المائي لملاح ناتج من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة

محلول أسيتات الأمونيوم $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ 

قاعدة ضعيفة حمض ضعيف

يحدث اتحاد بين كل من CH_3COO^- ، H^+ وكذلك بين NH_4^+ ، OH^- فيقل تركيز كل من H^+ ، OH^- ويظل تركيز H^+ = تركيز OH^- ويصبح المحلول متعادل وتكون قيمة $\text{pH} = 7$

4- التحلل المائي لملاح ناتج من حمض قوي وقاعدة قوية

محلول كلوريد الصوديوم NaCl



قاعدة قوية حمض قوى $7 = \text{pH}$

لم يحدث اتحاد بين الأيونات لأن كلاهما قوى تام التأين ولذلك لا يعتبر تميؤ ويظل تركيز H^+ ،
 OH^- كما هو ناتج من الماء ويكون المحلول متعادل وقيمة pH له $7 =$

حاصل الإذابة لمخ K_{sp}

حاصل ضرب تركيز أيوني المخ مرفوع كل منهما لأس يساوي عدد مولات الأيونات والتي توجد في حالة اتزان مع محلوله المشبع.

عندما يصل المحلول لحالة التشبع تنشأ حالة اتزان بين المادة الصلبة (المذاب) والمحلول، وعندها تكون سرعة الذوبان = سرعة الترسيب ويظل تركيز المحلول ثابت، وبذلك يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة كما في المثال التالي:



$$\therefore K_C = \frac{[\text{Pb}^{2+}][2\text{Br}^{-}]^2}{[\text{PbBr}_2]}$$

وحيث أن المخ شحيح الذوبان أي يمكن إهمال ما يتفكك منه يكون تركيزه مقدار ثابت وتصبح العلاقة:

$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^{-}]^2$$

لاحظ أن:

- درجة الذوبان (الذوبانية): هي تركيز المحلول المشبع من المخ شحيح الذوبان في الماء عند درجة

حرارة معينة. وتقاس بوحدة (mol/L) أو (g/100g H₂O)

- إذا ورد في المسألة درجة الإذابة بدلاً من التركيز تستخدم النسبة المولية بين عدد مولات المخ

وعدد مولات كل أيون للحصول على تركيز الأيونات. ثم ترفع أيضاً لأس مساوٍ لها.